On définit également la notion du pKa d'un couple acide/base :

$$pK_a = - \log K_a .$$

® ***Règle générale à retenir et à appliquer*** : Un acide est d'autant plus fort que la valeur de sa constante d'acidité K_a est d'autant plus grande ou bien que la valeur de son pK_a est d'autant plus faible .

® On définit la **constante de basicité K_b** d'un couple lorsqu'on considère la **réaction de basicité** : $A^- + H_2O \rightleftharpoons OH^- + AH$.

La constante de basicité s'écrit : $K_b = \dfrac{[OH^-].[AH]}{[A^-]}$

Entre la constante d'acidité K_a et la constante de basicité K_b d'un même couple acide base, on a les relations : $K_a.K_b = K_e$

et $pK_a + pK_b = pK_e$.

@ • Un **acide fort** est conjugué à une **Base inerte** (inactive)
- Un **acide faible** est conjugué à une **Base faible**
- Un **acide inerte** (inactif) est conjugué à une **base forte** .

Le **pH** d'une solution aqueuse est une grandeur exprimée par un nombre positif lié à la molarité des ions hydronium H_3O^+ (il signifie le **potentiel protonique**) . Il est défini par la relation : $pH = - \log [H_3O^+]$.

® *pH et nature d'une solution aqueuse*

- Solution neutre : $pH = \frac{1}{2} pK_e$
- Solution acide : $pH < \frac{1}{2} pK_e$
- Solution basique : $pH > \frac{1}{2} pK_e$

® *pH des solutions aqueuses*

• solution d'acide fort : $pH = - \log C$; $C = 10^{-pH}$ (domaine de validité : $pH < 6$) .

• solution de base forte : $pH = pKe + \log C$; $C = 10^{pH - pKe}$ (domaine de validité : $pH > 8$) .